





mas, se fondant sur ceci, que c'est la faculté de combinaison qui détermine la forme générale des composés, avait divisé les métaux en grandes familles d'éléments semblables par la constitution de leurs composés. Dans la famille du chlorure, il avait classé les éléments monatomiques, le fluor, le chlore, le brome, l'iode, dans celle de l'oxygène, il comprenait les éléments diatomiques, l'oxygène, le soufre, le sélénium, le tellure; dans celle de l'azote figurait les éléments triatomiques, azote, phosphore, arsenic, auxquels on peut joindre le bore, que M. Dumas classait dans la série tétraatomique ou famille du carbone, qui ne peut comprendre aujourd'hui, parmi les métalloïdes, que le carbone et le silicium.

Cette classification rationnelle, acceptée par M. Dumas et conservée par les partisans de la théorie atomique peut s'étendre aux métaux; mais, en l'état actuel de la science, elle reste insuffisante, par la raison qu'une grande quantité de combinaisons sont encore imparfaitement étudiées, et aussi, dit M. Würtz, parce que plusieurs métaux offrent un cachet d'individualité marquée, présentent certains points de ressemblance avec des métaux dissemblables et forment quelquefois le noyau de plusieurs groupes de métaux.

Toutefois, si l'on prend pour atomicité d'un métal celle qu'il accuse dans ses combinaisons les plus importantes, on peut donner, sous certaines réserves qui seront indiquées ci-dessous, la classification suivante qui comprend les corps simples, métaux et métalloïdes.

Les corps simples monatomiques se divisent en deux groupes, les uns comprenant les éléments négatifs analogues au chlore, et qui sont: le chlore, le fluor, le brome et l'iode; l'autre comprenant les éléments positifs analogues à l'hydrogène et qui sont: l'hydrogène, le lithium, le sodium, le potassium, le césium, le rubidium, l'argent, l'or et le thallium.

On remarquera que l'iode, l'or et le thallium, dont les poids atomiques sont plus élevés que ceux des autres éléments de cette série, sont tantôt monatomiques, tantôt triatomiques.

Les corps simples diatomiques ou qui jouent dans leurs combinaisons principales le rôle d'éléments diatomiques peuvent se diviser en deux groupes: le groupe négatif, comprenant l'oxygène, le soufre, le sélénium, le tellure; le groupe positif, comprenant le calcium, le strontium, le baryum, le plomb. Quelques-uns de ces éléments, dont le poids atomique est assez élevé, sont fréquemment triatomiques, c'est ainsi que le sélénium, le tellure et le plomb.

On compte encore un certain nombre de métaux qui se conduisent comme diatomiques dans leurs combinaisons les plus importantes. Tel est le cas du magnésium, du zinc, du cobalt, du nickel et du fer. Ce dernier métal forme lui-même le centre d'un groupe qui comprend le manganèse et le chrome d'une part, et de l'autre l'aluminium. Toutefois, les derniers métaux que nous venons de nommer manifestent souvent plus de deux atomicités; c'est ainsi que le manganèse et le chrome sont monatomiques ou hexatomiques dans plusieurs de leurs combinaisons.

Dans la catégorie des éléments triatomiques, on peut classer l'azote, le phosphore, l'arsenic, l'antimoine, le bismuth. On remarquera que tous ces éléments sont triatomiques dans leurs combinaisons les plus importantes, mais donnent tous des composés dans lesquels ils se conduisent comme pentatomiques.

La catégorie des éléments tétraatomiques comprend le carbone, le silicium, le titane, l'étain, le tantale et le zirconium, qui dans leurs combinaisons les plus importantes manifestent quatre atomicités.

Parmi les métaux hexatomiques, nous pouvons placer le tungstène et le molybdène. Enfin, les métaux du groupe platine manifestent des atomicités diverses. Le platine est diatomique et tétraatomique, ainsi que le palladium; l'iridium et le rhodium sont triatomiques; l'osmium et le ruthénium manifestent suivant les cas, deux, quatre ou six atomicités.

Nous avons dit plus haut qu'une molécule constituée un groupe d'atomes; le poids moléculaire représente donc celui de tous les atomes qui se sont unis pour constituer cette molécule. Or, d'après Gerhardt, les molécules de tous les corps gazeux occupent deux volumes de vapeur si un atome d'hydrogène occupe un volume; il suit donc de là que le poids moléculaire de tout corps capable de prendre l'état gazeux est donné par sa double densité prise par rapport à l'hydrogène.

Les poids atomiques, c'est-à-dire les rapports des poids des atomes entre eux, ne peuvent s'établir qu'après détermination des poids moléculaires de tous les corps. Les derniers par des considérations très-simples et équivalent à très-peu de chose près à la densité des éléments, l'hydrogène étant pris comme unité.

Le tableau suivant fera saisir la justesse

ATOM

de cette remarque, qui est due à Gay-Lussac.

| NOMS DES CORPS SIMPLES. | DENSITÉS RAPPORTÉES À L'HYDROGÈNE. | PONDS ATOMIQUE. |
|-------------------------|------------------------------------|-----------------|
| Hydrogène . . .         | 1                                  | 1               |
| Oxygène . . .           | 15,09                              | 16              |
| Azote . . .             | 14                                 | 14              |
| Soufre à 1,6000         | 32                                 | 32              |
| Chlore . . .            | 35,2                               | 36,5            |
| Brome . . .             | 77,8                               | 81              |
| Iode . . .              | 127,8                              | 127             |

Ainsi, les poids moléculaires se confondent avec les doubles densités rapportées à l'hydrogène, et les poids atomiques des corps simples correspondent à très-peu de chose près, pour ceux qui peuvent prendre l'état de vapeur, à leur densité rapportée à celle de l'hydrogène.

Nous ne revenons pas sur l'histoire des recherches, tâtonnements et découvertes qui ont amené les chimistes modernes à substituer la théorie atomique à celle des équivalents; cette partie intéressante ayant été traitée dans le premier volume de cet ouvrage au mot ATOME, et nous continuerons cet article en donnant, d'après M. Würtz, quelques indications sommaires sur les méthodes expérimentales qui ont permis de fixer les poids relatifs des atomes.

C'est Berzélius qui le premier a fourni des déterminations exactes des poids atomiques. Ce chimiste, en étudiant de près les chiffres fournis en 1807 par Dalton, reconnut qu'ils contenaient des erreurs et résolut de les rectifier. Il se mit au travail et déduisit de ses propres expériences, faites et contrôlées avec le plus grand soin, les poids atomiques et moléculaires de plus de deux mille corps simples et composés.

Rappelons que le poids atomique d'un élément se déduit de la composition d'un ou de plusieurs de ses composés et qu'il faut que cette combinaison soit nettement définie et pure de tout mélange. Dans le cas de la détermination du poids atomique d'un métal, par exemple, dans le cas où l'on veut déduire ce poids atomique d'un des oxydes de ce métal, il faut que l'oxyde soit pur et que sa constitution chimique soit connue. Par l'analyse ou la synthèse de l'oxyde on obtient sa composition centésimale; mais pour exprimer en rapports atomiques ces rapports centésimaux, il convient de savoir, dans le cas où le poids atomique de l'oxygène est pris pour unité, combien l'oxyde analysé renferme d'atomes d'oxygène pour un atome de métal. Ce chiffre nous en déduit le poids atomique du métal.

Berzélius, comme nous l'avons dit plus haut, prenait l'oxygène pour unité et procédait par les méthodes suivantes: il préparait un poids déterminé de métal rigoureusement pur, puis il l'oxydait et obtenait par cette synthèse la composition de l'oxyde; il réduisait par l'hydrogène un poids déterminé d'oxyde et obtenait par cette analyse la composition de l'oxyde; enfin, dans le cas où il lui était impossible soit de réduire l'oxyde par l'hydrogène, soit d'oxyder le métal, soit encore d'obtenir pur le métal qu'il voulait oxyder, il se rabattait sur l'analyse d'un sel. Dans ce dernier mode de détermination, les poids atomiques des autres éléments étant connus ainsi que la constitution atomique du sel, il obtenait facilement le poids atomique du métal.

Les méthodes employées par Berzélius ont été perfectionnées par MM. Marignac, Dumas, Pelouze, Stas et autres chimistes, qui les ont amenées à un degré de perfection qui ne laisse rien à désirer. M. Dumas a particulièrement étudié cette question et posé, à la suite de nombreuses expériences, quelques principes qui peuvent se formuler comme suit: « Il faut, dit-il, dans cet ordre de recherches, se préoccuper surtout de deux choses: du choix de la réaction, qui devra être bien nette, et de l'état de pureté de la substance avec laquelle on fait l'expérience. » De l'avis de M. Dumas, ce second point présente des difficultés qu'il est souvent malaisé de surmonter. Pour s'assurer de la pureté de la substance sur laquelle on opère, il convient, suivant ce chimiste, d'employer cette substance par doses progressives, c'est-à-dire de déterminer l'équivalent successivement avec 1, 2, 4, 8 grammes de matière, par exemple. Si la matière est pure, il arrive au moment où les rapports trouvés deviennent invariables, les causes d'erreur inhérentes à l'opération cessant toujours dans le même sens.

Si, au contraire, la matière est impure, dans les discordances se manifestent dès les premières opérations. La détermination des rapports pondéraux suivant lesquels deux corps se combinent peut se faire, comme on vient de le voir, par analyse ou par synthèse. M. Stas a considérablement perfectionné les méthodes employées et recommande, quelle que soit la méthode adoptée, analogie de synthèse, de varier les expériences et de n'accepter un résultat que lorsqu'il a été obtenu par plusieurs procédés. On aura une idée de la rigueur avec laquelle ce chimiste obtient ses résultats quand on saura qu'ayant fait, par

ATOM

deux méthodes différentes, la détermination du poids atomique de l'azote, il obtint cinq chiffres qui ne présentaient qu'un écart de 1 de la valeur de ce poids.

La détermination des poids atomiques de certains éléments est d'une importance exceptionnelle, et la plus petite erreur commise dans l'évaluation de ceux de l'oxygène, du chlore, du brome, de l'argent et du carbone, par exemple, peut amener dans l'évaluation des poids atomiques ou de la composition de certains corps des erreurs importantes. Il suffira, pour établir l'exactitude de cette assertion, de rappeler que la détermination des poids atomiques d'un grand nombre de métaux se fait à l'aide des oxydes ou des chlorures de ces métaux; que le carbone figure dans les composés organiques et que la connaissance exacte de son poids atomique est indispensable pour fixer d'une manière certaine la formule de ces composés.

Afin de donner une idée des méthodes employées par les chimistes modernes pour obtenir les poids atomiques, nous allons résumer ici les expériences faites pour la détermination des poids atomiques de l'argent, de l'argent, de l'azote, du carbone et du plomb. Nous rappellerons, avant de commencer, que le poids atomique de l'hydrogène est l'unité à laquelle on rapporte tous les autres.

**10 Oxygène.** Berzélius et Dulong ont les premiers pratiqué la synthèse exacte de l'eau par la méthode des poids. Ils prirent un poids donné d'oxyde de cuivre qu'ils réduisirent par l'hydrogène et recueillirent l'eau formée. La perte de poids subie par le cuivre donnait l'oxygène enlevé, et ce poids déduit de celui de l'eau donnait le poids de l'hydrogène ayant servi à la réduction. Ces expériences établies par Dulong ont été combinées avec 12,48 d'hydrogène ou, en d'autres termes, que, pour brûler 1 d'hydrogène, il faut 8,012 d'oxygène.

M. Dumas, en 1842, c'est-à-dire vingt-trois ans plus tard, répéta la même expérience, mais s'enoura de précautions multiples, afin d'éviter les causes d'erreur qui avaient pu entacher d'inexactitude le chiffre obtenu par ses prédécesseurs, Berzélius et Dulong. L'hydrogène qui devait servir à la réduction fut préparé au moyen de zinc pur et d'acide sulfurique distillé et convenablement étendu. Le gaz, avant d'être dirigé sur l'oxyde de cuivre, passait dans une série de tubes en U contenant diverses substances destinées soit à lui enlever l'hydrogène sulfuré et arsénique qu'il aurait pu contenir, soit à le dessécher. Enfin le gaz arrivait sur l'oxyde de cuivre placé dans un ballon de verre. Ce ballon était chauffé au moyen d'une lampe à alcool et l'eau formée était recueillie dans un récipient à la suite duquel se trouvait une série de tubes en U remplis de chlorure de calcium et de pierre ponce mouillée d'acide butyrique; ce gaz, qui par évaporation, aurait pu s'échapper du récipient.

Cette expérience a été plusieurs fois répétée sur des quantités relativement considérables, puisqu'on a pu obtenir de 15 à 70 grammes d'eau. Ces séries d'expériences ont été répétées 100 parties d'oxygène se combinant avec 12,5150 d'hydrogène, ce qui conduit en adoptant, comme l'a fait M. Dumas, le chiffre de 12,50 et rapporté au poids de l'oxygène pris comme unité, à la formation de 2 parties d'hydrogène et de 16 parties d'oxygène, le chiffre 16 représente le poids atomique de l'oxygène. On a élevé quelques doutes sur ce chiffre. Les chiffres, et M. Stas affirme notamment que le poids atomique de l'oxygène ne dépasse pas 15,96. Cet écart, si léger qu'il paraisse, n'est pas sans influence sur la détermination des poids atomiques de certains corps qui sont, comme le chlore, l'azote, l'argent, le brome, l'iode etc., solidaires de l'oxygène en ce qui touche la détermination de leur poids atomique. On adopte toutefois le chiffre donné par M. Dumas.

**20 Argent.** Le poids atomique de ce métal est, ainsi que ceux du chlore et du potassium, solidaires de celui de l'oxygène. Il a été déterminé par quatre séries d'expériences conçues de telle sorte que chacune d'elles pût donner un résultat propre et indépendant de ceux que fournissent les autres.

La première détermination obtenue par la synthèse du sulfure d'argent et l'analyse du sulfate a donné pour résultat 107,920.

La seconde, pratiquée par la synthèse de l'iodure d'argent et l'analyse de l'iodate, a donné 107, 928.

La troisième, faite au moyen de la synthèse du bromure d'argent et de l'analyse du bromate, a donné 107,921.

Enfin la quatrième, déduite de la synthèse du chlorure d'argent et de l'analyse du chlorate, a conduit au chiffre de 107, 937.

Ces chiffres représentant les moyennes des résultats obtenus, c'est à M. Stas qu'on doit la détermination rigoureuse du poids atomique de l'argent. Ce chimiste, qui se distingue par le choix intelligent de ses méthodes et par sa rigueur avec laquelle il conduit ses expériences, obtient d'ordinaire au moyen du procédé suivant: il réduisait par le sulfate d'ammonium une solution aqueuse de chlorate d'argent contenant 200

centigrammes de matière, par exemple. Si la matière est pure, il arrive au moment où les rapports trouvés deviennent invariables, les causes d'erreur inhérentes à l'opération cessant toujours dans le même sens. Si, au contraire, la matière est impure, dans les discordances se manifestent dès les premières opérations.

La détermination des poids atomiques de certains éléments est d'une importance exceptionnelle, et la plus petite erreur commise dans l'évaluation de ceux de l'oxygène, du chlore, du brome, de l'argent et du carbone, par exemple, peut amener dans l'évaluation des poids atomiques ou de la composition de certains corps des erreurs importantes. Il suffira, pour établir l'exactitude de cette assertion, de rappeler que la détermination des poids atomiques d'un grand nombre de métaux se fait à l'aide des oxydes ou des chlorures de ces métaux; que le carbone figure dans les composés organiques et que la connaissance exacte de son poids atomique est indispensable pour fixer d'une manière certaine la formule de ces composés.

Afin de donner une idée des méthodes employées par les chimistes modernes pour obtenir les poids atomiques, nous allons résumer ici les expériences faites pour la détermination des poids atomiques de l'argent, de l'argent, de l'azote, du carbone et du plomb. Nous rappellerons, avant de commencer, que le poids atomique de l'hydrogène est l'unité à laquelle on rapporte tous les autres.

**10 Oxygène.** Berzélius et Dulong ont les premiers pratiqué la synthèse exacte de l'eau par la méthode des poids. Ils prirent un poids donné d'oxyde de cuivre qu'ils réduisirent par l'hydrogène et recueillirent l'eau formée. La perte de poids subie par le cuivre donnait l'oxygène enlevé, et ce poids déduit de celui de l'eau donnait le poids de l'hydrogène ayant servi à la réduction. Ces expériences établies par Dulong ont été combinées avec 12,48 d'hydrogène ou, en d'autres termes, que, pour brûler 1 d'hydrogène, il faut 8,012 d'oxygène.

M. Dumas, en 1842, c'est-à-dire vingt-trois ans plus tard, répéta la même expérience, mais s'enoura de précautions multiples, afin d'éviter les causes d'erreur qui avaient pu entacher d'inexactitude le chiffre obtenu par ses prédécesseurs, Berzélius et Dulong. L'hydrogène qui devait servir à la réduction fut préparé au moyen de zinc pur et d'acide sulfurique distillé et convenablement étendu. Le gaz, avant d'être dirigé sur l'oxyde de cuivre, passait dans une série de tubes en U contenant diverses substances destinées soit à lui enlever l'hydrogène sulfuré et arsénique qu'il aurait pu contenir, soit à le dessécher. Enfin le gaz arrivait sur l'oxyde de cuivre placé dans un ballon de verre. Ce ballon était chauffé au moyen d'une lampe à alcool et l'eau formée était recueillie dans un récipient à la suite duquel se trouvait une série de tubes en U remplis de chlorure de calcium et de pierre ponce mouillée d'acide butyrique; ce gaz, qui par évaporation, aurait pu s'échapper du récipient.

Cette expérience a été plusieurs fois répétée sur des quantités relativement considérables, puisqu'on a pu obtenir de 15 à 70 grammes d'eau. Ces séries d'expériences ont été répétées 100 parties d'oxygène se combinant avec 12,5150 d'hydrogène, ce qui conduit en adoptant, comme l'a fait M. Dumas, le chiffre de 12,50 et rapporté au poids de l'oxygène pris comme unité, à la formation de 2 parties d'hydrogène et de 16 parties d'oxygène, le chiffre 16 représente le poids atomique de l'oxygène. On a élevé quelques doutes sur ce chiffre. Les chiffres, et M. Stas affirme notamment que le poids atomique de l'oxygène ne dépasse pas 15,96. Cet écart, si léger qu'il paraisse, n'est pas sans influence sur la détermination des poids atomiques de certains corps qui sont, comme le chlore, l'azote, l'argent, le brome, l'iode etc., solidaires de l'oxygène en ce qui touche la détermination de leur poids atomique. On adopte toutefois le chiffre donné par M. Dumas.

**20 Argent.** Le poids atomique de ce métal est, ainsi que ceux du chlore et du potassium, solidaires de celui de l'oxygène. Il a été déterminé par quatre séries d'expériences conçues de telle sorte que chacune d'elles pût donner un résultat propre et indépendant de ceux que fournissent les autres.

La première détermination obtenue par la synthèse du sulfure d'argent et l'analyse du sulfate a donné pour résultat 107,920.

La seconde, pratiquée par la synthèse de l'iodure d'argent et l'analyse de l'iodate, a donné 107, 928.

La troisième, faite au moyen de la synthèse du bromure d'argent et de l'analyse du bromate, a donné 107,921.

Enfin la quatrième, déduite de la synthèse du chlorure d'argent et de l'analyse du chlorate, a conduit au chiffre de 107, 937.

Ces chiffres représentant les moyennes des résultats obtenus, c'est à M. Stas qu'on doit la détermination rigoureuse du poids atomique de l'argent. Ce chimiste, qui se distingue par le choix intelligent de ses méthodes et par sa rigueur avec laquelle il conduit ses expériences, obtient d'ordinaire au moyen du procédé suivant: il réduisait par le sulfate d'ammonium une solution aqueuse de chlorate d'argent contenant 200

centigrammes de matière, par exemple. Si la matière est pure, il arrive au moment où les rapports trouvés deviennent invariables, les causes d'erreur inhérentes à l'opération cessant toujours dans le même sens. Si, au contraire, la matière est impure, dans les discordances se manifestent dès les premières opérations.

ATOM

menés à froid se terminant entre 60° et 70°, et l'argent précipité sous forme de dépôt blanc grisâtre, brillant et cristallin était débarrassé du cuivre, qui restait en dissolution dans les liquides, par une opération amoniacale. Enfin l'argent était séché, puis fondu dans un creuset de Paris, avec 5 pour 100 de bore et quelques grammes de nitrate de sodium.

Nous ne ferons point l'exposé de toutes ces expériences et nous nous contenterons de relier celles de la quatrième série, qui comprend la synthèse du chlorure d'argent et l'analyse du chlorate.

M. Stas a effectué la synthèse du chlorure d'argent par deux procédés. Le premier consistait à brûler l'argent dans le chlore, le second à précipiter une solution d'azotate d'argent par l'acide chlorhydrique. Avant de pratiquer l'analyse du chlorate, M. Stas paraît lui-même se composé en traitant le carbonate d'argent ou l'oxyde de ce métal suspendu dans l'eau par le chlore. Il obtint ainsi du chlorure et de l'hydrochlorure d'argent. Ce dernier composé étant soluble, il décanta la liqueur et obtenait, par décomposition spontanée, du chlorure d'argent qui se précipita sur un filtre en papier et fut lavé à l'eau pure.

Le chlorure d'argent ainsi obtenu fut purifié par l'ébullition dans l'eau. Restait le chlorure d'argent pur et cristallin. Les opérations étaient exécutées dans l'obscurité, afin de soustraire à l'action de la lumière les composés argentiques.

M. Stas réduisit ensuite le chlorate d'argent ainsi préparé par l'acide sulfurique et détermina le poids de l'hydrogène obtenu. On voit par l'exposé rapide de ces expériences avec quel soin les opérations étaient conduites et quelle précision on pouvait attendre. Les chiffres cités plus haut témoignent d'ailleurs de l'exactitude des résultats obtenus, car ils ne présentent, bien que donnés par des expériences différentes, que des écarts négligeables.

On entend par volumes atomiques des corps simples les volumes qu'occupent des quantités de ces corps proportionnelles aux poids atomiques.

Les volumes moléculaires sont donc les quotients des poids moléculaires par les densités, et les volumes atomiques les quotients des poids atomiques par ces mêmes densités.

La matière, dit M. Würtz, n'est pas uniformément répandue dans l'espace; elle n'est ni continue ni homogène dans des volumes égaux des différents corps. En un certain point de l'espace, elle est plus condensée que dans d'autres points, ce qui constitue les corps simples les plus condensés, ou les volumes atomiques des corps composés les plus condensés.

On ne peut donc pas se représenter un atome d'hydrogène occupant un volume déterminé, mais seulement un volume qui est en moyenne égal à celui de l'atome de l'hydrogène. On ne peut donc pas se représenter un atome d'hydrogène occupant un volume déterminé, mais seulement un volume qui est en moyenne égal à celui de l'atome de l'hydrogène.

On constate qu'une molécule d'hydrogène (H<sub>2</sub>) occupe un même volume qu'une molécule d'eau. Cette observation est confirmée par les expériences de Berzélius, qui ont montré que l'hydrogène et l'eau se combinent dans des proportions égales, ce qui conduit à admettre, comme l'a fait M. Dumas, le chiffre de 12,50 et rapporté au poids de l'oxygène pris comme unité, à la formation de 2 parties d'hydrogène et de 16 parties d'oxygène, le chiffre 16 représente le poids atomique de l'oxygène. On a élevé quelques doutes sur ce chiffre. Les chiffres, et M. Stas affirme notamment que le poids atomique de l'oxygène ne dépasse pas 15,96. Cet écart, si léger qu'il paraisse, n'est pas sans influence sur la détermination des poids atomiques de certains corps qui sont, comme le chlore, l'azote, l'argent, le brome, l'iode etc., solidaires de l'oxygène en ce qui touche la détermination de leur poids atomique. On adopte toutefois le chiffre donné par M. Dumas.

On constate qu'une molécule d'hydrogène (H<sub>2</sub>) occupe un même volume qu'une molécule d'eau. Cette observation est confirmée par les expériences de Berzélius, qui ont montré que l'hydrogène et l'eau se combinent dans des proportions égales, ce qui conduit à admettre, comme l'a fait M. Dumas, le chiffre de 12,50 et rapporté au poids de l'oxygène pris comme unité, à la formation de 2 parties d'hydrogène et de 16 parties d'oxygène, le chiffre 16 représente le poids atomique de l'oxygène. On a élevé quelques doutes sur ce chiffre. Les chiffres, et M. Stas affirme notamment que le poids atomique de l'oxygène ne dépasse pas 15,96. Cet écart, si léger qu'il paraisse, n'est pas sans influence sur la détermination des poids atomiques de certains corps qui sont, comme le chlore, l'azote, l'argent, le brome, l'iode etc., solidaires de l'oxygène en ce qui touche la détermination de leur poids atomique. On adopte toutefois le chiffre donné par M. Dumas.

On constate qu'une molécule d'hydrogène (H<sub>2</sub>) occupe un même volume qu'une molécule d'eau. Cette observation est confirmée par les expériences de Berzélius, qui ont montré que l'hydrogène et l'eau se combinent dans des proportions égales, ce qui conduit à admettre, comme l'a fait M. Dumas, le chiffre de 12,50 et rapporté au poids de l'oxygène pris comme unité, à la formation de 2 parties d'hydrogène et de 16 parties d'oxygène, le chiffre 16 représente le poids atomique de l'oxygène. On a élevé quelques doutes sur ce chiffre. Les chiffres, et M. Stas affirme notamment que le poids atomique de l'oxygène ne dépasse pas 15,96. Cet écart, si léger qu'il paraisse, n'est pas sans influence sur la détermination des poids atomiques de certains corps qui sont, comme le chlore, l'azote, l'argent, le brome, l'iode etc., solidaires de l'oxygène en ce qui touche la détermination de leur poids atomique. On adopte toutefois le chiffre donné par M. Dumas.

On constate qu'une molécule d'hydrogène (H<sub>2</sub>) occupe un même volume qu'une molécule d'eau. Cette observation est confirmée par les expériences de Berzélius, qui ont montré que l'hydrogène et l'eau se combinent dans des proportions égales, ce qui conduit à admettre, comme l'a fait M. Dumas, le chiffre de 12,50 et rapporté au poids de l'oxygène pris comme unité, à la formation de 2 parties d'hydrogène et de 16 parties d'oxygène, le chiffre 16 représente le poids atomique de l'oxygène. On a élevé quelques doutes sur ce chiffre. Les chiffres, et M. Stas affirme notamment que le poids atomique de l'oxygène ne dépasse pas 15,96. Cet écart, si léger qu'il paraisse, n'est pas sans influence sur la détermination des poids atomiques de certains corps qui sont, comme le chlore, l'azote, l'argent, le brome, l'iode etc., solidaires de l'oxygène en ce qui touche la détermination de leur poids atomique. On adopte toutefois le chiffre donné par M. Dumas.

On constate qu'une molécule d'hydrogène (H<sub>2</sub>) occupe un même volume qu'une molécule d'eau. Cette observation est confirmée par les expériences de Berzélius, qui ont montré que l'hydrogène et l'eau se combinent dans des proportions égales, ce qui conduit à admettre, comme l'a fait M. Dumas, le chiffre de 12,50 et rapporté au poids de l'oxygène pris comme unité, à la formation de 2 parties d'hydrogène et de 16 parties d'oxygène, le chiffre 16 représente le poids atomique de l'oxygène. On a élevé quelques doutes sur ce chiffre. Les chiffres, et M. Stas affirme notamment que le poids atomique de l'oxygène ne dépasse pas 15,96. Cet écart, si léger qu'il paraisse, n'est pas sans influence sur la détermination des poids atomiques de certains corps qui sont, comme le chlore, l'azote, l'argent, le brome, l'iode etc., solidaires de l'oxygène en ce qui touche la détermination de leur poids atomique. On adopte toutefois le chiffre donné par M. Dumas.

On constate qu'une molécule d'hydrogène (H<sub>2</sub>) occupe un même volume qu'une molécule d'eau. Cette observation est confirmée par les expériences de Berzélius, qui ont montré que l'hydrogène et l'eau se combinent dans des proportions égales, ce qui conduit à admettre, comme l'a fait M. Dumas, le chiffre de 12,50 et rapporté au poids de l'oxygène pris comme unité, à la formation de 2 parties d'hydrogène et de 16 parties d'oxygène, le chiffre 16 représente le poids atomique de l'oxygène. On a élevé quelques doutes sur ce chiffre. Les chiffres, et M. Stas affirme notamment que le poids atomique de l'oxygène ne dépasse pas 15,96. Cet écart, si léger qu'il paraisse, n'est pas sans influence sur la détermination des poids atomiques de certains corps qui sont, comme le chlore, l'azote, l'argent, le brome, l'iode etc., solidaires de l'oxygène en ce qui touche la détermination de leur poids atomique. On adopte toutefois le chiffre donné par M. Dumas.

On constate qu'une molécule d'hydrogène (H<sub>2</sub>) occupe un même volume qu'une molécule d'eau. Cette observation est confirmée par les expériences de Berzélius, qui ont montré que l'hydrogène et l'eau se combinent dans des proportions égales, ce qui conduit à admettre, comme l'a fait M. Dumas, le chiffre de 12,50 et rapporté au poids de l'oxygène pris comme unité, à la formation de 2 parties d'hydrogène et de 16 parties d'oxygène, le chiffre 16 représente le poids atomique de l'oxygène. On a élevé quelques doutes sur ce chiffre. Les chiffres, et M. Stas affirme notamment que le poids atomique de l'oxygène ne dépasse pas 15,96. Cet écart, si léger qu'il paraisse, n'est pas sans influence sur la détermination des poids atomiques de certains corps qui sont, comme le chlore, l'azote, l'argent, le brome, l'iode etc., solidaires de l'oxygène en ce qui touche la détermination de leur poids atomique. On adopte toutefois le chiffre donné par M. Dumas.

ATRI

Si l'on voulait compter les atomes contenus dans un morceau de métal gros comme une tête d'épingle, en supposant qu'on pût par la pensée compter par secondes les milliards de ces atomes, l'opération complète durerait 250 millions d'années. Bien des gens pensent que cela revient à dire que la matière est divisible à l'infini et que la seule différence consiste en ce que le mot infini n'est pas prononcé.

M. Gaudin voit dans les molécules des agrégations équilibrées ou symétriques d'atomes chimiques; chacune d'elles est formée, en général, d'éléments linéaires à 2, 3, 5, à 7 atomes, équilibrés eux-mêmes, qui se placent parallèlement entre eux, de manière à former des solides géométriques, prismes, pyramides, prismes doublement pyramidés, etc., et indivisibles. Dans les corps gazeux, les molécules sont entre elles à une distance constante, et la densité spécifique est proportionnelle au poids de la molécule. Pour les corps solides ou liquides, la distance des molécules est très-variables, et la densité spécifique est à peu près proportionnelle au poids moyen, non des molécules, mais des atomes. La matière organisée diffère de la matière brute en ce que, dans sa composition chimique, il y a un point non plus de l'infime, la loi mathématique a été éludée; on y remarque toujours un manque de symétrie qui en forme le caractère spécifique.

On ne peut donc pas se représenter un atome d'hydrogène occupant un volume déterminé, mais seulement un volume qui est en moyenne égal à celui de l'atome de l'hydrogène. On ne peut donc pas se représenter un atome d'hydrogène occupant un volume déterminé, mais seulement un volume qui est en moyenne égal à celui de l'atome de l'hydrogène.

On constate qu'une molécule d'hydrogène (H<sub>2</sub>) occupe un même volume qu'une molécule d'eau. Cette observation est confirmée par les expériences de Berzélius, qui ont montré que l'hydrogène et l'eau se combinent dans des proportions égales, ce qui conduit à admettre, comme l'a fait M. Dumas, le chiffre de 12,50 et rapporté au poids de l'oxygène pris comme unité, à la formation de 2 parties d'hydrogène et de 16 parties d'oxygène, le chiffre 16 représente le poids atomique de l'oxygène. On a élevé quelques doutes sur ce chiffre. Les chiffres, et M. Stas affirme notamment que le poids atomique de l'oxygène ne dépasse pas 15,96. Cet écart, si léger qu'il paraisse, n'est pas sans influence sur la détermination des poids atomiques de certains corps qui sont, comme le chlore, l'azote, l'argent, le brome, l'iode etc., solidaires de l'oxygène en ce qui touche la détermination de leur poids atomique. On adopte toutefois le chiffre donné par M. Dumas.

On constate qu'une molécule d'hydrogène (H<sub>2</sub>) occupe un même volume qu'une molécule d'eau. Cette observation est confirmée par les expériences de Berzélius, qui ont montré que l'hydrogène et l'eau se combinent dans des proportions égales, ce qui conduit à admettre, comme l'a fait M. Dumas, le chiffre de 12,50 et rapporté au poids de l'oxygène pris comme unité, à la formation de 2 parties d'hydrogène et de 16 parties d'oxygène, le chiffre 16 représente le poids atomique de l'oxygène. On a élevé quelques doutes sur ce chiffre. Les chiffres, et M. Stas affirme notamment que le poids atomique de l'oxygène ne dépasse pas 15,96. Cet écart, si léger qu'il paraisse, n'est pas sans influence sur la détermination des poids atomiques de certains corps qui sont, comme le chlore, l'azote, l'argent, le brome, l'iode etc., solidaires de l'oxygène en ce qui touche la détermination de leur poids atomique. On adopte toutefois le chiffre donné par M. Dumas.

On constate qu'une molécule d'hydrogène (H<sub>2</sub>) occupe un même volume qu'une molécule d'eau. Cette observation est confirmée par les expériences de Berzélius, qui ont montré que l'hydrogène et l'eau se combinent dans des proportions égales, ce qui conduit à admettre, comme l'a fait M. Dumas, le chiffre de 12,50 et rapporté au poids de l'oxygène pris comme unité, à la formation de 2 parties d'hydrogène et de 16 parties d'oxygène, le chiffre 16 représente le poids atomique de l'oxygène. On a élevé quelques doutes sur ce chiffre. Les chiffres, et M. Stas affirme notamment que le poids atomique de l'oxygène ne dépasse pas 15,96. Cet écart, si léger qu'il paraisse, n'est pas sans influence sur la détermination des poids atomiques de certains corps qui sont, comme le chlore, l'azote, l'argent, le brome, l'iode etc., solidaires de l'oxygène en ce qui touche la détermination de leur poids atomique. On adopte toutefois le chiffre donné par M. Dumas.

On constate qu'une molécule d'hydrogène (H<sub>2</sub>) occupe un même volume qu'une molécule d'eau. Cette observation est confirmée par les expériences de Berzélius, qui ont montré que l'hydrogène et l'eau se combinent dans des proportions égales, ce qui conduit à admettre, comme l'a fait M. Dumas, le chiffre de 12,50 et rapporté au poids de l'oxygène pris comme unité, à la formation de 2 parties d'hydrogène et de 16 parties d'oxygène, le chiffre 16 représente le poids atomique de l'oxygène. On a élevé quelques doutes sur ce chiffre. Les chiffres, et M. Stas affirme notamment que le poids atomique de l'oxygène ne dépasse pas 15,96. Cet écart, si léger qu'il paraisse, n'est pas sans influence sur la détermination des poids atomiques de certains corps qui sont, comme le chlore, l'azote, l'argent, le brome, l'iode etc., solidaires de l'oxygène en ce qui touche la détermination de leur poids atomique. On adopte toutefois le chiffre donné par M. Dumas.